

II PROVA SCRITTA DI CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

(Corso di Laurea in Scienze Naturali- a.a. 2001/02)

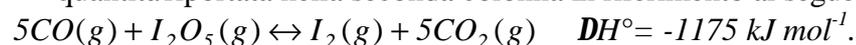
- 1) La catalasi, un enzima del fegato, si discioglie nell'acqua. Una soluzione di 10 ml, contenente 0.332 g di catalasi manifesta una pressione osmotica di 2.4 torr a 20°C. Qual è la massa molare dell'enzima?

Non essendo specificato altrimenti si consideri che l'enzima non dissocia. Pertanto si determina la molarità utilizzando la relazione:

$$p = M_c RT = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{l})} R(\text{l.atm/mol.K})T(\text{K}) = \frac{m(\text{g})/PM}{V} RT \text{ da cui si ottiene :}$$

$$PM(\text{g/mol}) = \frac{mRT}{pV} = \frac{0.332\text{g} \times 0.082(\text{l.atm/mol.K}) \times 293.15\text{K}}{2.4(\text{torr}) \frac{1\text{atm}}{760\text{torr}} \times 10(\text{ml}) \frac{1\text{l}}{1000\text{ml}}} \cong 257.000$$

- 2) Applicate il principio di Le Chatelier (incremento (=i), decremento (=d), nessun cambiamento (nc)) per prevedere l'effetto della modificazione riportata nella prima colonna della tabella sulla quantità riportata nella seconda colonna in riferimento al seguente equilibrio:



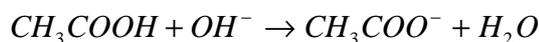
Supponete di imporre la modificazione al sistema separatamente.

Risposte esatte sono in **grassetto**

modificazione	Quantità	effetto		
		i	d	nc
diminuzione del volume	K _c	i	d	nc
aumento del volume	quantità di CO	i	D	nc
aumento della temperatura	K _c	i	D	nc
aggiunta di I ₂	quantità di CO ₂	i	D	nc
aggiunta di I ₂ O ₅	quantità di I ₂	i	d	nc
eliminazione di CO ₂	quantità di I ₂	i	d	nc
compressione	quantità di CO	i	d	nc
abbassamento della temperatura	quantità di CO ₂	i	d	nc
aggiunta di CO ₂	quantità di I ₂ O ₅	i	d	nc
aggiunta di CO	quantità di CO ₂	i	d	nc

- 3) Calcolare quanti grammi di idrossido di sodio devono essere aggiunti ad 1.00 l di una soluzione 1.00 M di acido acetico (CH₃COOH) per ottenere una soluzione tampone con pH=5.0. K_a = 1.8 · 10⁻⁵ M..

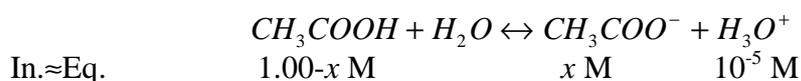
Aggiungendo una base all'acido acetico avverrà la reazione di neutralizzazione (si consideri che il volume non varie per aggiunta della base:



In. 1.00 M x M

Eq. 1.00-x - x

Essendo presenti sia la base che acido coniugati dopo la neutralizzazione si ottiene (cfr. testo) una soluzione tampone. Pertanto l'equilibrio prevalente (quello che regola il pH) è quello del tampone acido acetico-acetato (Si noti che il pH del tampone dovrà essere 5 e pertanto $[H_3O^+] = 10^{-5} M$)



da cui si ottiene:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \approx \frac{[H_3O^+]x}{0.1-x}$$

da cui si ottiene : $x = 0.64 \text{ mol/l}$. Essendo il volume totale di 1l, bisogna aggiungere 0.64 mol di NaOH (PM = 40 g/mol) da cui si calcola la massa di NaOH come : $m = 25.7 \text{ g}$.

4) La variazione dell'energia libera standard della reazione di dissociazione di un acido monoprotico debole è $\Delta G^\circ = 33.0 \text{ kJ mol}^{-1}$. Calcolare il pH della soluzione 0.100 M a 25°C.

Si calcola la costante di equilibrio applicando la relazione:

$$\ln K_{eq} = -\frac{\Delta G_{rx}^\circ}{RT} = -\frac{33000 J / mol}{8.32 J / molK \times 298.15 K} = -13.30 \text{ da cui } K_a = 1.66 \times 10^{-6}$$



$$\begin{array}{ll} \text{In.} & 0.1 \quad [H_3O^+]_w - \\ \text{Eq.} & 0.1 - [A^-] \quad [H_3O^+] \approx [A^-] \end{array}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \approx \frac{[H_3O^+]^2}{c_0 - [H_3O^+]} \approx \frac{[H_3O^+]^2}{c_0} \Rightarrow [H_3O^+] \approx \sqrt{c_0 K_a} = 4.09 \times 10^{-4} M$$

Da cui pH = 3.4.

5) Calcolare la fem di una pila costituita da un elettrodo ad idrogeno in condizioni standard e uno di argento immerso in una soluzione satura di argento cloruro. Schematizzare la pila indicando quale è il catodo e l'anodo.

$$E^\circ Ag^+/Ag = 0.80 V, K_{ps} = 1 \times 10^{-10} M^2.$$



Anodo :



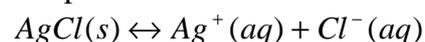
$E_1 = 0 V$ (elettrodo normale ad idrogeno – per definizione)

Catodo:



$$E_2 = E_{Ag^+/Ag}^\circ + \frac{0.0591}{1} \log [Ag^+]$$

inoltre essendovi una soluzione satura si calcola la concentrazione di Ag^+ all'equilibrio dall'equilibrio di Kps:



da cui si ottiene (tenendo presente che all'equilibrio $[Ag^+] = [Cl^-]$)

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] \Rightarrow [Ag^+] = \sqrt{K_{ps}}$$

Pertanto:

$$E_2 = E_{Ag^+/Ag}^\circ + \frac{0.0591}{1} \log[Ag^+] = 0.80 + 0.0591 \log \sqrt{10^{-10}} = 0.50V$$

la forza elettromotrice della pila è quindi:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = 0.50 - 0.00 = 0.50V$$